PART4　水のイオン積・強酸強塩基のpH

目標　・水のイオン積を理解し，強酸強塩基の pH の求め方を復習しておこう！

Chapter1　水のイオン積K_w

要点

水のイオン積 K_w

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}(mol^2/L^2)$ 〈25℃のとき〉

◆ 水のイオン積K_w　重要

水はわずかに電離し，次のような電離平衡が成立している。

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

平衡定数は以下のように表すことができる。

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

ただし，$[H_2O]$ は非常に大きく一定とみなすことができる。

$$K[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

この K_w を**水のイオン積**という。

◆ 温度と水のイオン積K_w　重要

水のイオン積 K_w は平衡定数であるため，温度が変わらない限り一定である。

25℃では次のようになる。

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}(mol^2/L^2) \text{〈25℃のとき〉}$$

また，水の電離は吸熱反応であるため，ルシャトリエの原理より温度が上がると電離が進む方向に平衡が移動する。

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^- \qquad \Delta H = 56.5kJ$$

よって，温度が上がると水のイオン積 K_w は大きくなる。

まとめ

・水のイオン積 K_w =（　　　　　　　）は，温度が変わらない限り一定の値となり，25℃では（　　　　　　　）(mol^2/L^2) である。

Chapter2　電離度と酸・塩基の強弱

要点

電離度と酸・塩基の強弱

$$電離度\alpha = \frac{電離している酸・塩基}{溶解している酸・塩基}$$

$\alpha = 1$ ：強酸・強塩基

$\alpha \ll 1$ ：弱酸・弱塩基

◆ 電離度と酸・塩基の強弱

電離度とは「溶解している酸・塩基に対する，電離している酸・塩基の割合」を表す数値である。

$$電離度\alpha = \frac{電離している酸・塩基}{溶解している酸・塩基}$$

強酸・強塩基

水溶液中でほとんど全てが電離している，すなわち電離度 $\alpha = 1$ の酸や塩基を強酸・強塩基という。

例 強酸（H_2SO_4・HCl・HNO_3）・強塩基（KOH・NaOH・$Ba(OH)_2$・$Ca(OH)_2$）

ほとんど全てが電離するため，電離の式は不可逆で表す。

例 $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

弱酸・弱塩基

水溶液中で一部しか電離しない，すなわち電離度 $\alpha \ll 1$ の酸や塩基を弱酸・弱塩基という。（基本的に，強酸・強塩基以外は弱酸・弱塩基と考えてよい。）

一部しか電離しておらず，化合物とイオンが共存し平衡状態となっているため，電離の式は可逆で表す。

例 $CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$

このような電離による化学平衡を**電離平衡**とよび，平衡定数（電離定数）を用いて考えていく。

まとめ

・電離度 $\alpha = 1$ の酸・塩基を（　　　　　　　　）といい，電離は（　　　　　）で表す。

・それに対して，$\alpha \ll 1$ の酸や塩基を（　　　　　　　　）といい，電離は（　　　　　）で表す。

Chapter3　強酸・強塩基のpH

要点

強酸・強塩基のpH

強酸：$pH = -\log[H^+]$　$[H^+] = [酸] \times 価数 \times \alpha$

強塩基：$pOH = -\log[OH^-]$　$[OH^-] = [塩基] \times 価数 \times \alpha$

（pH は，$pH + pOH = 14$ を利用して求める。）

◆ pH（水素イオン指数）

pH（水素イオン指数）とは水溶液の酸性・塩基性の程度を表す数値である。

$$\mathbf{pH = -\log_{10}[H^+]}$$

$[H^+] = a \times 10^{-b}$ mol/L のとき，$\mathbf{pH = b - \log_{10} a}$

◆ 強酸・強塩基のpH

強酸・強塩基の pH は以下のように導くことができる。対数計算に不安がある人はしっかりと練習しておこう。（化学の pH 計算では $\log_{10}X$ の底数 10 を省略して $\log X$ と表すことが多い）

強酸

$pH = -\log[H^+]$　$[H^+] = [酸] \times 価数 \times \alpha$

例題

0.020mol/L の塩酸の pH はいくらか。ただし，log2=0.30 とする。

考え方

塩酸は 1 価の強酸であるため，以下のようになる。

$[H^+] = 0.020 \times 1 \times 1 = 2.0 \times 10^{-2}$ (mol/L)

$pH = -\log(2.0 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2 = 2 - 0.30 = 1.70$

pH = 1.7

強塩基

$pOH = -\log[OH^-]$　$[OH^-] = [\text{塩基}] \times \text{価数} \times \alpha$

例題

0.020mol/L の水酸化ナトリウム水溶液の pH はいくらか。

ただし，log2 = 0.30，水のイオン積 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}(mol^2/L^2)$ とする。

考え方

水酸化ナトリウムは 1 価の強塩基であるため，以下のようになる。

$[OH^-] = 0.020 \times 1 \times 1 = 2.0 \times 10^{-2}$ (mol/L)

$pOH = -\log(2.0 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2 = 2 - 0.30 = 1.70$

$pH = 14 - 1.70 = 12.30$

pH = 12.3

まとめ

・強酸・強塩基の pH

強酸：　pH =（　　　　　）　　　$[H^+]$ =（　　　　　　　）

強塩基：pOH =（　　　　　）　　$[OH^-]$ =（　　　　　　　）

Chapter4　演習問題

問　0.025mol/L の水酸化バリウム水溶液の pH はいくらか。小数第 1 位まで求めよ。ただし，log2 = 0.30，水のイオン積 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}(mol^2/L^2)$ とする。

第 8 講　PART4　確認問題

問 1　次の問いに答えよ。

(1)　水のイオン積 K_w は温度が変わらない限り一定であるが，$K_w = 1.0 \times 10^{-14}(\mathrm{mol^2/L^2})$ となるのは何℃のときか。最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。

① 5℃　② 15℃
③ 25℃　④ 35℃

(2)　水のイオン積 K_w は温度が上がるとどのようになるか。最も適当なものを，次の①～③のうちから一つ選べ。

① 大きくなる　② 小さくなる
③ 変わらない

(3)　次の①～④のうち，電離度 $\alpha \ll 1$ である酸または塩基はどれか。最も適当なものを一つ選べ。

① 硝酸　② アンモニア
③ 塩酸　④ 水酸化カルシウム

(4)　0.020mol/L の硫酸の pH はいくらか。最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，$\log 2 = 0.30$ とする。

① 1.1　② 1.4
③ 1.7　④ 2.0

(5) 0.040mol/L の水酸化カリウム水溶液の pH はいくらか。最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，$\log 2 = 0.30$，水のイオン積 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ (mol²/L²) とする。

① 12.0　　② 12.3

③ 12.6　　④ 12.9

第 8 講　化学平衡

PART1　平衡定数

問　2.4 mol

PART2　ルシャトリエの原理

問　(1)　左向き

(2)　移動しない

(3)　移動しない

(4)　左向き

PART3　工業的製法とルシャトリエの原理

問　(1)　発熱反応

(2)　③

PART4　水のイオン積・強酸強塩基のpH

問　12.7

PART5　弱酸・弱塩基の電離平衡

問　(1)　2.8

(2)　11

PART6　緩衝液・塩の加水分解

問　4.6

PART7　電離平衡の問題演習

Chapter2

問　3.0

Chapter3

問　4.6

Chapter4

問　(1)　2.8

(2)　4.6

(3)　加水分解 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$により水酸化物イオンを生じるため

PART8　溶解度積

問　(1)　$1.7 \times 10^{-10} (\mathrm{mol/L})^2$

(2)　小さくなる

PART9　溶解度積の応用

問　生じていない

第 8 講　PART4　確認問題　解答

問 1

(1)　③

解説：

水のイオン積 K_w は，25℃のとき，

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}(mol^2/L^2)$ になる。

(2)　①

解説：

水の電離は吸熱反応であるため，ルシャトリエの原理より，温度が上がると電離が進む方向に平衡が移動する。

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$　　$\Delta H = 56.5kJ$

よって，温度が上がると水のイオン積 $K_w = [H^+][OH^-]$ は大きくなる。

(3)　②

解説：

電離度 $\alpha \ll 1$ である酸・塩基は，弱酸・弱塩基なので，①～④の中では②アンモニアが該当する。

(4)　②

解説：

硫酸は 2 価の強酸であるため，以下のようになる。

$[H^+] = 0.020 \times 2 \times 1 = 4.0 \times 10^{-2}(mol/L)$

$pH = -\log(4.0 \times 10^{-2}) = 2 - 2\log2 = 2 - 0.60 = 1.40$

⑸　③

解説：

水酸化カリウムは 1 価の強塩基であるため，以下のようになる。

$[OH^-] = 0.040 \times 1 \times 1 = 4.0 \times 10^{-2}$(mol/L)

pOH $= -\log(4.0 \times 10^{-2}) = 2 - 2\log 2 = 2 - 0.60 = 1.40$

pH $= 14 - 1.40 = 12.60$